Aula

3

METAIS ALCALINOS (GRUPO 1) E ALCALINOS TERROSOS (GRUPO 2)

META

Identificar as propriedades dos metais alcalinos e alcalinos terrosos e seus compostos.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:
executar corretamente o procedimento experimental proposto;
observar e comparar o comportamento químico dos elementos dos grupos 1 e 2, e alguns compostos desses elementos;
verificar algumas propriedades de compostos dos alcalinos terrosos; e
detectar experimentalmente e comprovar a presença de íons cálcio, magnésio e sulfato no cloreto de sódio comum e purificado.

PRÉ-REQUISITOS

Conhecimentos de estrutura atômica e propriedades atômicas.

Chama do sódio (Fonte: http://upload.wikimedia.org).

INTRODUÇÃO

Iniciaremos nessa aula as atividades experimentais, recomendo que antes de cada atividade experimental estudem os tópicos que são comumente chamados de química descritiva - que é a descrição da preparação, das propriedades e das aplicações dos elementos e seus compostos. Os elementos metálicos são os mais numerosos entre os elementos. Suas propriedades químicas são da maior importância para a indústria e a pesquisa contemporânea. Veremos muitas tendências sistemáticas nas propriedades dos metais em cada um dos blocos da tabela periódica, e algumas notáveis diferenças entre eles. A maioria dos metais possui condutividades elétricas e térmicas elevadas, são maleáveis, dúcteis e apresentam brilho característico (veremos nas aulas posteriores maiores detalhes sobre os metais) (Figura 1).

Figura 1: O brilho característico dos metais é mostrado com o sódio metálico (Fonte: www.freewebs.com).

Nessa aula, vamos nos familiarizar com os elementos conhecidos como *metais alcalinos* (grupo 1) e *metais alcalinos terrosos* (grupo 2). Os cátions dos metais alcalinos e dos metais alcalinos terrosos normalmente são encontrados em minerais e águas naturais, e alguns são constituintes importantes de fluidos biológicos, tais como o sangue.

Os elementos do grupo 1 são chamados de *metais alcalinos*. Uma das características marcantes do grupo é a semelhança das propriedades químicas de seus elementos. Não obstante, existem diferenças, e a sutileza de algumas dessas diferenças é a base da propriedade mais sutil da matéria: a consciência. Nosso pensamento, que se baseia na transmissão de sinais pelos neurônios, é produzido pela ação combinada de íons sódio e potássio e sua migração cuidadosamente regulada através das membranas. Dessa forma, até para aprender sobre o sódio e o potássio precisamos usá-los em nosso cérebro.

A configuração dos elétrons de valência dos metais alcalinos é ns^1, em que n é o número quântico principal e indica o período que o elemento se encontra. Suas propriedades físicas e químicas são dominadas pela facilidade com que o elétron de valência pode ser removido. Dentre os metais, os metais alcalinos são os mais violentamente reativos. Eles são oxidados muito facilmente; logo, não são encontrados no estado livre na natureza e não podem ser extraídos de seus compostos por agentes redutores comuns. Os metais puros são obtidos pela eletrólise dos sais fundidos, ou, no caso do potássio, pela exposição de cloreto de potássio fundido ao vapor de sódio.

O cálcio, o estrôncio e o bário são chamados de metais alcalino terrosos, porque sua terras – o nome antigo dos óxidos – são básicas (alcalinas). O nome metais alcalino terrosos e frequentemente estendido aos demais membros do grupo 2. A configuração dos elétrons de valência dos átomos do grupo 2 é ns^2. A segunda energia de ionização é baixa o suficiente para ser recuperada da entalpia de rede. Por isso, os elementos do grupo 2 ocorrem com número de oxidação +2, na forma do cátion M^{2+}, em todos os compostos. Excetuando-se a tendência para o *caráter de ametal* do berílio, todos os elementos têm as características químicas de metais, como a formação de óxidos básicos e hidróxidos. Todos os elementos do grupo 2 são muito reativos e não são encontrados livres na natureza, muito parecido com os elementos do grupo 1.

A abundância dos metais dos grupos 1 e 2 na crosta terrestre estende-se por uma ampla faixa, desde o cálcio (o quinto metal mais abundante), passando pelo sódio (sexto), magnésio (sétimo) e potássio (oitavo), aos metais relativamente raros césio e o berílio (Figura 2). As baixas abundâncias dos metais alcalinos e alcalinos terrosos pesados estão associados com o declínio nas energias nucleares e de ligação dos elementos posteriores ao ferro.
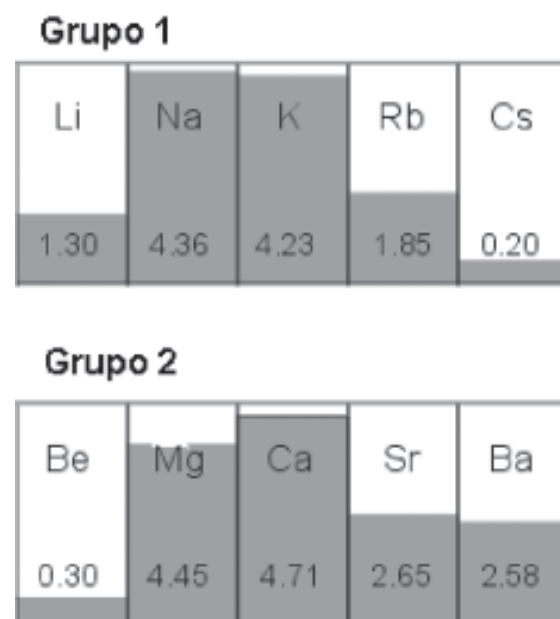
Figura 2: As abundâncias na crosta terrestre para os elementos dos grupos 1 e 2. As abundâncias são dadas em logaritimos (na base 10) de gramas de metal por 10^3 kg de amostra (Fonte: Bibliografia 2).

PROPRIEDADES GERAIS

Os átomos desses metais possuem pouco controle sobre seus elétrons de valência e deste modo são conhecidos por suas energias de ionização e entalpias de vaporização baixas (Figura 3). Como conseqüência, os metais são agentes redutores fortes, e todos os metais do grupo 1 e do grupo 2 (cálcio e bário) reagem rapidamente com a água parra liberar hidrogênio. Essas reações de oxirredução característicos desses metais sugerem que eles são capazes de ser oxidados pela água:

Grupo 1: $M_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow M^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)} + 1/2\ H_{2(g)}$

Grupo 2: $M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow M^{+2}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)} + H_{2(g)}$

Esta reação é tão rápida e exotérmica para o sódio e seus congêneres mais pesados que faz com que o hidrogênio se inflame. O vigor dessas reações está associado aos baixos pontos de fusão dos metais, porque uma vez fundida, uma superfície metálica limpa está mais exposta e assegura reação rápida. No grupo 2, o berílio e o magnésio são protegidos da oxidação posterior por uma camada de óxido fino e deste modo sobrevivem na presença de água e ar.

Os metais mais baratos (lítio, sódio, potássio e cálcio) frequentemente são usados em laboratórios e na indústria com agentes redutores poderosos em reações químicas em solventes não-aquosos, tal como a amônia líquida.

Figura 3: As entalpias de vaporização (em KJ/mol) para os elementos metálicos nos blocos *s*, *p* e *d* (Fonte: Bibliografia 2)

O TAMANHO DOS ÁTOMOS E ÍONS

Os átomos do grupo 1 são os maiores nos seus respectivos períodos, na tabela periódica. Quando os elétrons externos são removidos para formar os correspondentes íons positivos (M^{+1}), o tamanho diminui consideravelmente. Há duas razões para tal:
1. A camada eletrônica mais externa foi totalmente removida.
2. Com a remoção de um elétron, a carga positiva do núcleo passa a ser maior que a soma da carga dos elétrons remanescentes, de modo que cada um deles é atraído mais fortemente pelo núcleo. Com isso, o tamanho diminui ainda mais.

Os íons positivos são sempre menores que os átomos correspondentes. Mesmo assim, os íons do grupo 1 são muito grandes e seu tamanho aumento do Li^+ até o Fr^+, à medida que camadas adicionais de elétrons são acrescentadas.

Os elemento do grupo 2 são grandes, mas menores que os correspondentes do grupo 1, pois a carga adicional no núcleo faz com que esta atraía mais fortemente os elétrons. Analogamente, os íons são grandes, mas são menores que os dos correspondentes elementos do grupo 1, principalmente porque a retirada de dois elétrons aumenta ainda mais a carga nuclear efetiva. Logo, esses elementos possuem densidades maiores que os metais do grupo 1.

COMPOSTOS

Os compostos de sódio estão entre os mais importantes do grupo 1, dois fatores justifica este fato que são seu baixo preço e alta solubilidade em água. O cloreto de sódio (NaCl) é facilmente minerado com sal-gema, um depósito de cloreto de sódio resultante da evaporação de antigos oceanos e poder ser, também, obtido a partir da evaporação da salmoura (água salgada) retirada dos oceanos e lagos salgados atuais.

O berílio e compostos de berílio recebem especial atenção, devido às suas particularidades. O berílio, o cabeça do grupo 2, lembra seu vizinho diagonal, o alumínio, em suas propriedades químicas. É o de menor caráter de metal no grupo e muitos de seus compostos têm propriedades comumente atribuídas às *ligações covalentes*. O berílio é anfótero e reage com ácidos e bases. Como o alumínio, o berílio reage com água na presença de hidróxido de sódio. Neste caso, forma-se o íon berilato, $Be(OH)_4^{2-}$ e hidrogênio:

$$Be(s) + 2OH^-_{(aq)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow Be(OH)_4^{2-}{}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

O berílio difere dos demais elementos do grupo por três motivos:
1. Ele é extremamente pequeno, e as regras de Fajans estabelecem que íons pequenos de carga elevada tendem a formar *compostos covalentes*.
2. Berílio possui uma eletronegatividade relativamente elevada. Assim, quando o Be reage com outros átomos, a diferença de eletronegatividade entre eles raramente é grande, o que também favorece a formação de compostos covalentes. Até mesmo o BeF_2 (diferença de eletronegatividade igual a 2,5) e o BeO (diferença de eletronegatividade igual a 2,0) mostram evidências de caráter covalente.
3. O Be se situa no segundo período da tabela periódica, de modo que o nível eletrônico mais externo comporta no máximo oito elétrons (os orbitais disponíveis para ligações são o orbital 2*s* e os três orbitais 2*p*). Portanto, o Be pode formar no máximo quatro ligações convencionais, tal que em muitos compostos o número de ligações do Be é 4. Assim, espera-se que o Be forme principalmente compostos covalentes, invariavelmente com número de ligações 4. Compostos anidros de berílio apresentam predominantemente duas ligações covalentes, tal como moléculas BeX_2, sendo X= haleto.

Os compostos de berílio são muito tóxicos e devem ser manuseados com grande cuidado.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL: PROPRIEDADES DOS METAIS ALCALINOS E ALCALINOS TERROSOS

1. PARTE A: Separe quatro tubos de ensaios.
Etapa 01: ao tubo 1 adicione uma espátula de carbonato de magnésio. Aqueça em bico de bünsen recolhendo o gás desprendido no tubo 2 (através de uma conexão de vidro) o qual deve conter 4 mL de solução saturada de $Ca(OH)_2$. Observe o que acontece e anote. Coloque o tubo 1 para esfriar.
Etapa 02: ao tubo 3 adicione uma espátula de carbonato de magnésio e goteje H_2SO_4 1 mol/L (aproximadamente 2 mL). Observe e anote.
Etapa 03: ao tubo 4 adicione 2 mL de solução 1 mol/L de $BaCl_2$ e acrescente, gota a gota, com agitação 2 mL de solução 1 mol/L de H_2SO_4 . Observe e anote.

2. PARTE B : Teste para Íons SO_4^{-2} , Ca^{+2} e Mg^{+2} em sal comum
Etapa 01: prepare uma solução de sal comum (NaCl), dissolvendo 10 gramas do sólido em 50 mL de água quente. Deixe esfriar, se ficar turva, filtre em papel de filtro com bastante cuidado. Retire três alíquotas de 2 mL com uma pipeta transferindo-as para três tubos de ensaio numerados.

No tubo (1) testar a presença de íons sulfato (SO_4^{-2}) adicionando algumas gotas de solução 0,5 mol/L de cloreto de bário e de ácido clorídrico diluído 1 mol/L. Observe e anote.
Etapa 02: o tubo 2 será usado para testar a presença de íons cálcio (Ca^{+2}); coloque cerca de 2 mL de uma solução de oxalato de amônio 0,5 mol/L e anote o que observou.
Etapa 03: no tubo 3 testará a presença de íons magnésio (Mg^{+2}); adicione 2 – 3 gotas de solução $(NH_4)_2HPO_4$, seguida de 2 – 3 gotas de NaOH 1 mol/L, neste teste, observe como o magnésio forma um precipitado branco.

3. PARTE C: Reatividade dos Metais Alcalinos.
Etapa 01: Corte um pequeno fragmento de sódio metálico, com cuidado. Com papel de filtro retire o querosene da sua superfície. Coloque em um béquer contendo água, e depois em um béquer contendo hidróxido de amônio (2 mol/L). Observe e anote.

4. PARTE D: Reatividade de Metais Alcalinos Terrosos.
Etapa 01: Verifique a ação dos metais alcalinos terrosos Mg e Ca sobre a água, adicione pequenas quantidades desses metais em fragmentos sobre um béquer contendo água. Compare a reatividade desses metais com a do sódio e explique as respectivas reações. Adicione ao béquer que contém Mg em água, pequenas quantidades de NH_4Cl e verifique a liberação de gás.

5. PARTE E: Solubilidade dos Sais de Metais Alcalinos Terrosos.
Etapa 01: Tome três tubos de ensaio e coloque 3 mL de solução de cloreto de cálcio, cloreto de bário e cloreto de estrôncio respectivamente e, em seguida 0,5 ml de ácido sulfúrico diluído. Explique a solubilidade dos sulfatos obtidos.
Etapa 02: Tome três tubos de ensaio e coloque 1 mL de solução de cloreto de cálcio, cloreto de bário e cloreto de estrôncio respectivamente e, em seguida, adicione 3 gotas dos seguintes reagentes: i) NH_4 OH; ii) NaOH; iii) Na_2CO_3
Compare os precipitados obtidos.
Etapa 03: Tome 2 tubos de ensaio e coloque 1 mL de solução de cloreto de bário e cloreto de estrôncio respectivamente, e acrescente 1 mL de solução de sulfato de cálcio saturado. Explique o que acontece.

OBSERVAÇÃO: Apos as atividades experimentais responda as perguntas da auto-avaliação.

CONCLUSÃO

De modo geral, os elementos do Grupo 1 (metais alcalinos) ilustram, de modo mais claro que qualquer outro grupo de elementos, o efeito do tamanho dos átomos ou íons sobre as propriedades físicas e químicas. Eles formam um grupo bastante homogêneo e, provavelmente, tenham a química mais simples que qualquer outro grupo da tabela periódica. As propriedades físicas e químicas estão intimamente relacionadas com sua estrutura eletrônica e seu tamanho. Todos esses elementos são metais; são excelentes condutores de eletricidade e altamente reativos. Possui na camada de valência um elétron fracamente ligado ao núcleo e geralmente formam compostos univalentes, iônicos e incolores.

Os elementos do Grupo 2 (metais alcalinos terrosos) apresentam as mesmas tendências nas propriedades que foram observados no grupos 1. Contudo, o berílio é uma exceção, diferindo muito mais em relação aos demais elementos do grupo que o lítio no caso dos elementos do grupo 1. O principal motivo para isso é o fato do átomo de berílio e o íon Be^{2+} serem ambos extremamente pequenos.

RESUMO

Os metais alcalinos são normalmente encontrados com cátions de carga unitária M^{+}. Eles reagem com água com vigor crescente de cima para baixo no grupo. Os cátions tendem a formar compostos mais estáveis com ânions de tamanho semelhante. O lítio lembra o magnésio e seus compostos têm caráter covalente. Os compostos de sódio são solúveis em água, são abundantes e baratos. Os compostos de potássio são geralmente menos higroscópicos do que os compostos de sódio.

Nos metais alcalinos terrosos o berílio tem caráter de ametal, mas os outros elementos do grupo 2 são metais típicos. O vigor da reação com água e o oxigênio cresce de cima para baixo no grupo. O pequeno volume do cátion magnésio resulta em óxidos termicamente estáveis, com pouca solubilidade em água. Os compostos de cálcio são materiais estruturais comuns, por que o íon cálcio, Ca^{2+}, é pequeno e tem carga elevada, o que leva as estruturas rígidas.

AUTO-AVALIAÇÃO

1. Utilizando as bibliografias recomendadas, enumere e discutas as principais propriedades dos elementos dos grupos 1 e 2.
2. Você fez e observou várias reações químicas no procedimento experimental. Escreva as respectivas equações químicas.
3. Baseado nos dados experimentais, compare a reatividade dos alcalinos e alcalinos terrosos.
4. Baseado nos dados experimentais, compare a solubilidade dos compostos de metais alcalinos e alcalinos terrosos.
5. Quais os compostos de magnésio que são praticamente insolúveis?
6. Você observou que o sódio metálico, ao ser retirado do querosene fica embaçado em sua superfície. Explique.

PRÓXIMA AULA

Definição e classificação das ligações químicas e a formação da ligação iônica.

REFERÊNCIAS

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química um curso universitário**. 4 ed. São Paulo, Editora Edgard Bücher LTDA, 1995.
SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W.; LANGFORD, C. H. **Inorganic Chemistry**. 2 ed. Oxford, Oxford University Press. 1994.
BARROS, H.L.C. **Química inorgânica, uma introdução**. Belo Horizonte: SEGRAC, 1995.
LEE, J. D. **Química Inorgânica não tão concisa**. 5 ed. Editora Edgard Blücher, 1997.
ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química. Questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3 ed. Editora Bookman, 2006.
BRADY, J.; HUMISTON, G. E. **Química Geral.** v. I. Rio de Janeiro, Livros Técnicos e Científicos Editora, 1986.